PROCESSO SELETIVO – 07/2026

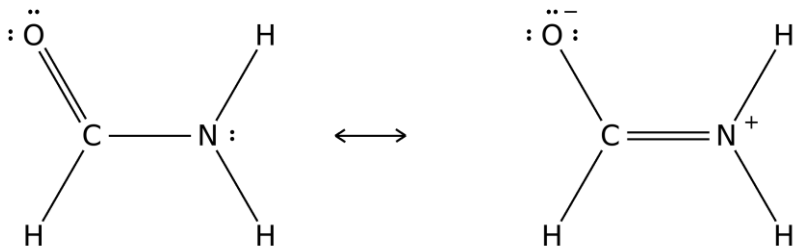
Área de Conhecimento: Química Geral e Inorgânica

PROVA ESCRITA – PADRÃO DE RESPOSTA

QUESTÃO 1. (2,0 pontos)

a) (0,5 pontos) Estruturas de Lewis, ressonância e hibridação da formamida

A classificação do nitrogênio como sp^3 apenas pela contagem de três ligações σ e um par não ligante não descreve adequadamente a formamida. Essa contagem pressupõe que o par eletrônico esteja localizado no nitrogênio e desconsidera sua conjugação com o grupo carbonila. As duas formas de ressonância relevantes são:



Na forma neutra, o oxigênio possui dois pares de elétrons não ligantes, enquanto o nitrogênio possui um. Na forma com separação de cargas, o oxigênio possui três pares não ligantes e carga formal −1; o nitrogênio possui quatro ligações, nenhum par não ligante e carga formal +1. O carbono e os hidrogênios possuem carga formal zero nas duas representações. A carga total da molécula permanece nula.

A carga formal é obtida subtraindo-se, do número de elétrons de valência do átomo isolado, os elétrons não ligantes e metade dos elétrons compartilhados. No nitrogênio da forma neutra, 5 − (2 + 3) = 0; na forma com quatro ligações, 5 − (0 + 4) = +1. Para o oxigênio com uma ligação simples e três pares não ligantes, 6 − (6 + 1) = −1.

As formas de ressonância não são moléculas distintas que se alternam ou entram em equilíbrio. Elas são representações de uma única distribuição eletrônica deslocalizada. A forma neutra evita a separação de cargas e tem contribuição importante, mas a forma dipolar evidencia a doação de densidade eletrônica do nitrogênio ao sistema da carbonila e o caráter parcial de dupla da ligação C–N.

No modelo de ligação de valência, a descrição mais adequada é um nitrogênio aproximadamente sp^2, com arranjo aproximadamente trigonal plano das suas três ligações σ: duas N–H e uma N–C. O par eletrônico ocupa um orbital de caráter p que pode se sobrepor aos orbitais p do sistema C–O. O alinhamento desses orbitais favorece a organização aproximadamente plana do grupo amida.

A ligação C–N apresenta, portanto, caráter intermediário entre uma ligação simples localizada e uma dupla. Sua rotação modifica o alinhamento entre os orbitais, reduz a conjugação e exige energia, contribuindo para a barreira rotacional. A hibridação deve ser entendida como um modelo de descrição da ligação, e não

Pág. 01 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

como uma regra determinada exclusivamente pela contagem de regiões eletrônicas de uma estrutura de Lewis isolada.

Referências: [1], tópicos 2B, 2E e 2F; [2], caps. 8 e 9; [3], v. 1, caps. 8 e 9; [4], v. 1, caps. 2 e 5; [5], caps. 5 e 6; [6], cap. 3; [7], capítulo de estrutura molecular e ligação.

b) (0,5 pontos) Geometria, polaridade e temperatura de ebulição de $CHCl_3$ e CCl_4

Nas duas moléculas, o carbono apresenta quatro ligações σ e nenhum par não ligante, com geometria aproximadamente tetraédrica. A existência de ligações polares, entretanto, não é suficiente para classificar uma molécula como polar: o momento dipolar molecular resulta da soma vetorial das contribuições das ligações e da distribuição eletrônica total.

No CCl_4, as quatro ligações C–Cl são equivalentes e estão dispostas simetricamente. Suas contribuições dipolares se cancelam, de modo que a molécula não apresenta momento dipolar permanente. No $CHCl_3$, a presença de um H e três Cl rompe essa equivalência; o cancelamento não é completo e a molécula apresenta momento dipolar resultante.

Forças de dispersão de London atuam nos dois líquidos. Elas decorrem de flutuações correlacionadas da distribuição eletrônica, que originam dipolos instantâneos e induzidos. O $CHCl_3$ apresenta também interações entre dipolos permanentes. Isso não significa que suas interações intermoleculares totais sejam necessariamente mais intensas que as de qualquer substância apolar.

O CCl_4 possui uma nuvem eletrônica maior e mais polarizável que a do $CHCl_3$. A maior facilidade de deformação da nuvem favorece interações dispersivas mais intensas. Na comparação proposta, essa contribuição é suficiente para explicar qualitativamente que o CCl_4 tenha temperatura de ebulição superior, apesar de não apresentar dipolo permanente.

Na ebulição, a pressão de vapor do líquido se iguala à pressão externa; não ocorre, em condições usuais, ruptura das ligações covalentes C–Cl ou C–H das moléculas. A energia envolvida está associada à transferência das moléculas para a fase vapor e à redução das interações entre elas. Assim, a conclusão do estudante é incorreta: polaridade isolada não estabelece uma ordem universal de temperaturas de ebulição. Polarizabilidade, tamanho, forma e conjunto das interações devem ser considerados. A massa molar pode acompanhar algumas tendências, mas não é a causa fundamental das forças de dispersão.

Referências: [1], tópicos 2D, 2E e 5A; [2], caps. 9 e 11; [3], v. 1, caps. 8, 9 e 11; [4], v. 1, cap. 2, para geometria e momento dipolar; [5], cap. 8; [6], capítulos de ligação e polaridade molecular.

c) (0,5 pontos) Basicidade de NH_3 e NF_3 e formação do aduto com BF_3

NH_3 e NF_3 apresentam três ligações e um par não ligante no nitrogênio. A existência do par permite discutir seu comportamento como centros doadores, mas não determina, por si só, a intensidade da basicidade. A capacidade doadora depende da distribuição e da energia dos elétrons, da natureza dos substituintes e da interação com o ácido de referência.

O centro nitrogenado da NH_3 é melhor doador de par eletrônico que o da NF_3 na comparação qualitativa proposta. No NF_3, os átomos de flúor, fortemente eletronegativos, retiram densidade eletrônica do nitrogênio e reduzem a disponibilidade de seu par para a formação de uma nova ligação. Ter o mesmo número de pares não ligantes ou geometria semelhante não implica igual basicidade de Lewis.

Pág. 02 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

Na formação do aduto, o nitrogênio da NH_3 fornece o par eletrônico que passa a integrar a ligação N–B, enquanto o BF_3 atua como receptor. Na representação de Lewis mais simples do BF_3 isolado, o boro possui apenas seis elétrons em sua camada de valência, sendo um centro deficiente em elétrons. A reação pode ser representada por:

$$H_3N: + BF_3 \rightleftharpoons H_3N{\rightarrow}BF_3$$

NH_3 é a base de Lewis e BF_3 é o ácido de Lewis. A seta N→B indica a origem do par doado; uma vez formado o aduto, esse par é compartilhado. A ligação coordenada não constitui uma categoria de ligação covalente com natureza física inteiramente distinta apenas por seus dois elétrons terem sido fornecidos pelo mesmo reagente.

$$H_3N^{+}–B^{-}F_3$$

Na estrutura com ligação simples N–B, o nitrogênio realiza quatro ligações e tem carga formal +1. O boro também realiza quatro ligações e tem carga formal −1. O aduto é eletricamente neutro. As cargas formais decorrem da divisão igualitária dos elétrons de ligação; não correspondem necessariamente às cargas parciais reais. Em particular, a carga formal negativa no boro não significa que ele tenha passado a ser um doador de elétrons na etapa de formação do aduto.

A coordenação aumenta o número de átomos diretamente ligados ao boro de três para quatro e altera sua geometria de trigonal plana para aproximadamente tetraédrica. Essa reorganização é consistente com a passagem, na descrição usual de ligação de valência, de um centro aproximadamente sp^2 para um centro aproximadamente sp^3.

Referências: [1], tópicos 2B, 2C e 6A.2; [2], caps. 8, 9 e 16; [3], capítulos de ligação e química dos ácidos e bases; [4], v. 1, caps. 2, 5, 7 e 13; [5], cap. 9; [6], cap. 6; [7], capítulo de ácidos e bases.

d) (0,5 pontos) Disposição dos pares não ligantes e geometria de SF_4 e ClF_3

Em ambas as espécies existem cinco domínios eletrônicos ao redor do átomo central. A geometria de referência para esses domínios é uma bipirâmide trigonal, com três posições equatoriais, separadas idealmente por 120°, e duas posições axiais, separadas por 180°. Cada posição axial forma ângulos de 90° com as três posições equatoriais. As duas propostas do estudante são desfavoráveis no modelo VSEPR.

SF_4. O número total de elétrons de valência é 6 + 4(7) = 34. Sua estrutura de Lewis contém quatro ligações simples S–F, um par não ligante no enxofre e três pares não ligantes em cada flúor. Todos os átomos apresentam carga formal zero. Há cinco domínios eletrônicos ao redor do enxofre: quatro ligantes e um não ligante, correspondendo à classificação AX_4E.

Uma posição axial apresenta três interações a 90° com os domínios equatoriais; uma posição equatorial apresenta apenas duas interações a 90° com os domínios axiais. Como o domínio de um par não ligante exerce repulsão mais intensa que um domínio ligante, sua ocupação de uma posição equatorial é mais favorável. A proposta de colocar o par não ligante em posição axial deve, portanto, ser rejeitada. A disposição mais favorável apresenta dois flúores axiais, dois flúores equatoriais e o par não ligante na terceira posição equatorial.

Pág. 03 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

A geometria molecular de SF_4, definida pelas posições dos núcleos dos átomos, é de gangorra. O par não ligante não é contado como átomo na identificação da geometria molecular. Os ângulos reais apresentam distorções em relação aos valores ideais de 90°, 120° e 180° da bipirâmide trigonal.

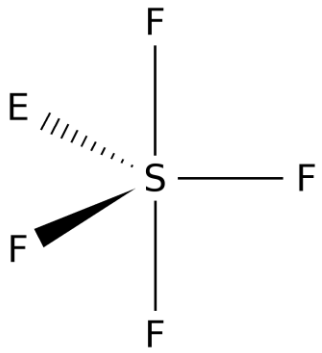
ClF_3. O número total de elétrons de valência é 7 + 3(7) = 28. Sua estrutura de Lewis contém três ligações simples Cl–F, dois pares não ligantes no cloro e três pares não ligantes em cada flúor. Todos os átomos apresentam carga formal zero. Os cinco domínios eletrônicos correspondem à classificação AX_3E_2.

A separação de 180° entre os pares não ligantes, considerada isoladamente pelo estudante, não é suficiente para identificar a disposição mais favorável. Se ambos os pares fossem axiais, cada um apresentaria três interações a 90° com os domínios ligantes equatoriais, totalizando seis interações par não ligante–domínio ligante a 90°. Com os dois pares não ligantes em posições equatoriais, essa quantidade cai para quatro, e os pares ficam separados idealmente por 120°, sem uma interação entre eles a 90°. A alternativa com um par axial e outro equatorial também é desfavorável, pois introduz uma interação par não ligante–par não ligante a 90°.

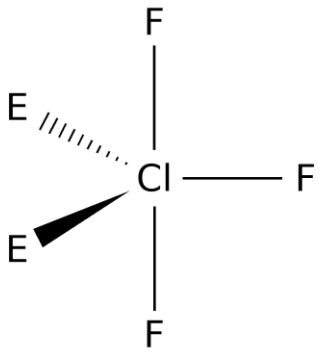
Assim, os dois pares não ligantes do ClF_3 ocupam posições equatoriais, e os três flúores ocupam as duas posições axiais e a posição equatorial restante. A geometria molecular é em T, com pequenas distorções em relação aos ângulos ideais de 90° e 180°. A geometria dos domínios eletrônicos continua sendo derivada da bipirâmide trigonal; ela não deve ser confundida com a geometria molecular.

Nas duas estruturas de Lewis, o átomo central é representado com dez elétrons em seu entorno, situação usualmente denominada octeto expandido. Essa contagem formal não exige atribuir participação significativa de orbitais d às ligações: o modelo VSEPR permite discutir a geometria a partir dos domínios eletrônicos, sem transformar uma hibridação sp^3d em explicação obrigatória para a hipervalência.

Geometria de SF_4



Geometria de ClF_3



E = par de elétrons não ligante

Nos esquemas, E representa um par não ligante do átomo central; os três pares não ligantes de cada flúor estão descritos acima e foram omitidos na representação espacial para facilitar a leitura.

Referências: [1], tópicos 2B e 2E; [2], caps. 8 e 9; [3], v. 1, caps. 8 e 9; [4], v. 1, capítulos de ligação e estrutura molecular; [5], capítulo de estrutura e estereoquímica molecular; [6], cap. 3; [7], capítulo de estrutura molecular e ligação.

Pág. 04 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

Referências bibliográficas da Questão 01

[1] ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

[2] BROWN, T. L. et al. Química: a ciência central. 13. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2017.

[3] KOTZ, J. C. et al. Química geral e reações químicas. Tradução da 9ª edição norte-americana. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 1 e 2.

[4] HOUSECROFT, C. E.; SHARPE, A. G. Química inorgânica. 4. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2013. v. 1 e 2.

[5] HUHEEY, J. E.; KEITER, E. A.; KEITER, R. L. Inorganic chemistry: principles of structure and reactivity. 4th ed. New York: HarperCollins College Publishers, 1993.

[6] MIESSLER, G. L.; FISCHER, P. J.; TARR, D. A. Química inorgânica. 5. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2014.

[7] SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W. Química inorgânica. 4. ed. Porto Alegre: Bookman, 2008.

Pág. 05 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

QUESTÃO 2. (2,0 pontos)

a) (0,5 ponto) Origem dos elementos e diferenciação química da Terra

A nucleossíntese primordial ocorreu nas etapas iniciais da evolução do Universo e produziu principalmente núcleos de hélio, além de deutério, hélio-3 e pequenas quantidades de lítio. A matéria primordial permaneceu dominada por hidrogênio e hélio. Esse processo não explica, por si só, a diversidade e a abundância de elementos como carbono, oxigênio, silício e ferro presentes nos materiais terrestres.

A nucleossíntese estelar corresponde à produção de núcleos ao longo da evolução das estrelas. A fusão de hidrogênio produz hélio; em estágios posteriores, a fusão de hélio e outras reações podem produzir carbono, oxigênio e elementos mais pesados. Estrelas suficientemente massivas desenvolvem estágios de queima nuclear que alcançam a região do grupo do ferro. A produção da diversidade dos elementos também envolve processos explosivos e capturas de nêutrons em ambientes astrofísicos. Parte do material sintetizado é ejetada e incorporada a novas gerações de estrelas e sistemas planetários. Assim, os elementos que constituem a Terra foram, em grande parte, herdados do material que originou o Sistema Solar e posteriormente redistribuídos no planeta.

A diferenciação terrestre não corresponde à simples separação de átomos individuais pelas respectivas massas atômicas. Durante a formação do planeta, o aquecimento e a ocorrência de materiais parcialmente fundidos permitiram o desenvolvimento de fases com composições e densidades diferentes. A distribuição dos elementos entre essas fases dependeu de sua afinidade química e das condições de temperatura, pressão e oxidação.

Uma fase metálica rica em Fe e Ni segregou-se das fases silicáticas e, por apresentar maior densidade, deslocou-se gravitacionalmente para o interior, contribuindo para a formação do núcleo. Elementos com afinidade pela fase metálica apresentam comportamento siderófilo, enquanto elementos com afinidade pelas fases oxigenadas e silicáticas apresentam comportamento litófilo. Si, Mg e O são constituintes importantes dos minerais silicáticos do manto. Parte do Fe também permanece em silicatos e óxidos; sua presença no núcleo não implica sua remoção completa do manto e da crosta.

A partição química determina como os elementos se distribuem entre as fases disponíveis. A segregação gravitacional corresponde ao deslocamento e à separação dessas fases em função de suas densidades. Os processos são relacionados: a afinidade química influencia a composição das fases, enquanto a gravidade favorece sua separação. Portanto, a distribuição dos elementos resulta da combinação entre comportamento químico e diferenciação física dos materiais, e não de uma ordenação direta das massas atômicas.

Referências: [10], capítulos sobre origem dos elementos, formação e diferenciação da Terra; [1], Foco 10, química nuclear; [2], cap. 21; [3], v. 2, capítulo de química nuclear; [8], associações minerais e composição dos materiais terrestres.

b) (0,5 ponto) Descarbonatação e formação de minerais no metamorfismo

$$CaMg(CO_3)_2(s) \rightleftharpoons CaCO_3(s) + MgO(s) + CO_2(fl)$$

A dolomita é consumida para formar calcita, periclásio e dióxido de carbono. Trata-se de uma reação metamórfica de descarbonatação, pois há liberação de CO_2 a partir de um mineral carbonático. A

Pág. 06 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

associação mineral pode mudar sem fusão: os constituintes reorganizam-se por reações nas interfaces, difusão e transporte de matéria, frequentemente auxiliados pela circulação de fluidos.

O metamorfismo pode envolver recristalização de minerais já presentes e formação de novas fases minerais. Não deve ser confundido com a cristalização de um magma. No caso proposto, dolomita, calcita e periclásio são sólidos, e a fase fluida não é, por isso, um líquido magmático. A presença de um fluido na reação não implica que a rocha tenha se fundido.

A reação direta é endotérmica. O aquecimento favorece relativamente os produtos, mantidas as demais condições pertinentes, e aumenta a constante de equilíbrio correspondente. Isso expressa a maior estabilidade relativa da associação calcita–periclásio–fluido em determinadas condições de temperatura.

O CO_2 é um produto. No modelo de sólidos puros e fluido ideal, o quociente de reação fica reduzido à pressão parcial de CO_2 relativa à pressão padrão:

$$Q = \frac{p(CO_2)}{p^\circ}$$

Aumentar a pressão parcial de CO_2, à mesma temperatura, aumenta Q e favorece a reação inversa, que consome CO_2 e forma dolomita. A redução da pressão parcial, por exemplo por renovação do fluido e remoção de CO_2, favorece a reação direta. A modificação da composição do fluido altera a condição de equilíbrio; não equivale a atribuir uma nova constante ao sistema apenas porque foi adicionado ou removido CO_2.

A presença de periclásio não fornece uma temperatura única de formação. A estabilidade depende também da pressão, da composição do fluido e das fases coexistentes. A composição global da rocha determina quais minerais podem se formar, enquanto a cinética e as reações durante o resfriamento condicionam o que será preservado. Uma interpretação termométrica requer o conjunto das condições e das associações minerais, e não apenas a identificação isolada de um mineral.

Referências: [10], cap. 15; [8], partes 11 e 21 e descrições de carbonatos e óxidos; [9], seções de carbonatos e minerais não silicáticos; [1], tópicos 4D, 5G e 5J; [2], caps. 15 e 19; [3], v. 2, capítulos de equilíbrio e termodinâmica.

c) (1,0 ponto) Estrutura do periclásio e compensação de carga por vacâncias

No arranjo cúbico de faces centradas dos íons O^{2-}, cada um dos oito vértices contribui com um oitavo de íon, e cada uma das seis faces contribui com metade. Os interstícios octaédricos incluem um sítio no centro da cela e doze sítios nos centros das arestas, compartilhados por quatro celas:

$$N(O) = 8 \times \frac{1}{8} + 6 \times \frac{1}{2} = 4; \quad N(Mg) = 1 + 12 \times \frac{1}{4} = 4$$

A cela contém quatro Mg^{2+} e quatro O^{2-}, correspondendo a quatro unidades de fórmula MgO. A proporção é 1:1. O número de coordenação de cada espécie no cristal ideal é 6: cada Mg^{2+} está rodeado por seis O^{2-}, e cada O^{2-} por seis Mg^{2+}, em ambientes octaédricos. A contagem de íons por cela e o número de coordenação são grandezas diferentes.

Quando Al^{3+} ocupa um sítio que seria ocupado por Mg^{2+}, surge um excesso relativo de carga positiva igual a +1. Uma vacância nessa sub-rede corresponde à ausência de Mg^{2+} e possui carga efetiva relativa −2. Duas

Pág. 07 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

substituições por Al^{3+} são, portanto, compensadas por uma vacância catiônica. Essa carga efetiva é definida em relação ao cristal de referência; não significa que a vacância seja um íon livre de carga −2.

Para 2,0% dos sítios catiônicos ocupados por Al^{3+}, a fração de vacâncias é 1,0%, e a fração ocupada por Mg^{2+} é 97,0%. A fórmula normalizada para um oxigênio é:

$$Mg_{0,97}Al_{0,02}\square_{0,01}O$$

A soma das frações de sítio, incluindo as vacâncias, é 0,97 + 0,02 + 0,01 = 1. A carga positiva total é 2(0,97) + 3(0,02) = 2, equilibrando um O^{2-}. De modo geral, se a fração de Al for x e a sub-rede de oxigênio estiver completa, a fração de vacâncias será x/2, e a de Mg será 1 − 3x/2. A composição resulta simultaneamente da conservação dos sítios e da eletroneutralidade.

O resultado depende da hipótese de compensação exclusivamente por vacâncias catiônicas. Outros mecanismos de compensação poderiam levar a composições e populações de defeitos diferentes. A substituição não exige que toda cela individual contenha números fracionários de átomos: as frações representam ocupações médias no conjunto do cristal.

Referências: [8], partes 3, 4, 5, 10 e 16; [4], v. 1, cap. 6; [5], caps. 4 e 7; [6], cap. 7; [7], capítulo de estruturas de sólidos simples; [2], cap. 12; [3], v. 1, cap. 12; [1], Foco 3, estruturas cristalinas.

Referências bibliográficas da Questão 02

[1] ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

[2] BROWN, T. L. et al. Química: a ciência central. 13. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2017.

[3] KOTZ, J. C. et al. Química geral e reações químicas. Tradução da 9ª edição norte-americana. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 1 e 2.

[4] HOUSECROFT, C. E.; SHARPE, A. G. Química inorgânica. 4. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2013. v. 1 e 2.

[5] HUHEEY, J. E.; KEITER, E. A.; KEITER, R. L. Inorganic chemistry: principles of structure and reactivity. 4th ed. New York: HarperCollins College Publishers, 1993.

[6] MIESSLER, G. L.; FISCHER, P. J.; TARR, D. A. Química inorgânica. 5. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2014.

[7] SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W. Química inorgânica. 4. ed. Porto Alegre: Bookman, 2008.

[8] KLEIN, C.; DUTROW, B. Manual de ciência dos minerais. 23. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

[9] DEER, W. A.; HOWIE, R. A.; ZUSSMAN, J. An introduction to the rock-forming minerals. 2nd ed. Harlow: Longman Scientific & Technical; New York: Wiley, 1992.

[10] TEIXEIRA, W. et al. (org.). Decifrando a Terra. 2. ed. São Paulo: Companhia Editora Nacional, 2009.

Pág. 08 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

QUESTÃO 3. (2,0 pontos)

a) (0,5 ponto) Fórmula do sulfato de ferro hidratado

O permanganato é o agente oxidante: o Mn passa de +7 no MnO_4^- para +2 em Mn^{2+}. O ferro(II) é o agente redutor e passa de +2 para +3. A redução de um Mn consome cinco elétrons, enquanto a oxidação de cada Fe^{2+} fornece um elétron, estabelecendo a proporção de cinco Fe^{2+} para um MnO_4^-. O balanço de oxigênio e hidrogênio em meio ácido completa a equação:

$$MnO_4^- + 5\ Fe^{2+} + 8\ H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+} + 4\ H_2O$$

A alíquota titulada contém $5{,}000 \times 10^{-4}$ mol de Fe^{2+}. Como representa um décimo do volume total, a amostra contém $5{,}000 \times 10^{-3}$ mol de ferro e, consequentemente, a mesma quantidade de unidades de fórmula do sal hidratado. A massa molar calculada é 278,0 g mol^{-1}:

$$M(sal) = \frac{1{,}390}{5{,}000 \times 10^{-3}} = 278{,}0\ g\ mol^{-1};\quad 152{,}0 + 18{,}0x = 278{,}0$$

$$x = 7;\quad \text{fórmula: } FeSO_4 \cdot 7H_2O$$

A água de cristalização contribui para a massa da amostra, mas não altera a relação de um ferro por unidade de fórmula. A amostra contém 0,7600 g de $FeSO_4$ anidro e 0,6300 g de água, proporção correspondente a sete águas por $FeSO_4$.

Referências: [1], Fundamentos E, F, G e tópicos de estequiometria e reações redox, especialmente 6K; [2], caps. 3 e 4; [3], v. 1, capítulos de fórmulas, estequiometria e soluções; [7], capítulo de oxirredução, para o balanço eletrônico.

b) (0,5 ponto) Equilíbrio entre os complexos aquoso e clorado de cobalto

A reação representa a substituição de ligantes água por cloreto. A forma aquosa $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ é rosa, e a forma $[CoCl_4]^{2-}$ é azul. A expressão completa da constante inclui as atividades de todas as espécies, com o coeficiente estequiométrico de cada uma como expoente. Como a atividade da água foi aproximada por 1:

$$K = \frac{a([CoCl_4]^{2-})}{a([Co(H_2O)_6]^{2+}) \times a(Cl^-)^4}$$

A adição de cloreto, sem diluição significativa, aumenta inicialmente sua atividade, reduz o quociente da reação e torna Q menor que K para uma mistura que estava em equilíbrio. O sistema evolui no sentido de formação de $[CoCl_4]^{2-}$, elevando a proporção do complexo azul. Por exemplo, se a atividade de Cl^- fosse duplicada e as demais atividades ainda não tivessem respondido, o denominador do quociente seria multiplicado por 16. A temperatura constante, a adição de cloreto não altera K.

O aquecimento favorece a reação direta endotérmica, aumentando a proporção do complexo azul e a constante de equilíbrio. A mudança de temperatura altera o próprio valor de K, enquanto a adição de reagente à mesma temperatura altera inicialmente Q. A distinção entre esses dois efeitos é essencial para interpretar o deslocamento do equilíbrio.

A transformação não é uma reação de oxirredução. No complexo aquoso, H_2O é neutra e o Co possui número de oxidação +2. No complexo clorado, a soma das cargas dos quatro cloretos é −4; para uma carga global −2, o Co também deve ser +2. A mudança da carga global do complexo, de +2 para −2, decorre da

Pág. 09 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

entrada de ligantes negativos, não de redução do metal. O número de coordenação muda de seis para quatro, mas essa reorganização também não implica transferência redox.

Referências: [1], tópicos 4D, 5G, 5J e 6A.2; [2], caps. 15 e 23; [3], v. 2, capítulos de equilíbrio e elementos de transição; [4], v. 1, cap. 7, e v. 2, capítulos de complexos de metais de transição; [6], caps. 6 e 9; [7], capítulos de ácidos e bases e introdução aos compostos de coordenação.

c) (1,0 ponto) Potenciais redox, energia livre e efeito da coordenação

Nas duas reações propostas, Fe^{2+} é oxidado a Fe^{3+} e fornece um elétron. O parceiro de cobalto(III) recebe esse elétron, formando cobalto(II). Para avaliar cada sentido proposto, subtrai-se o potencial padrão de redução do par que será oxidado do potencial padrão de redução do par que será reduzido. Os potenciais são grandezas intensivas e não são multiplicados por coeficientes estequiométricos.

Em cada equação global há transferência de um elétron, de modo que n = 1. Como n e a constante de Faraday F são positivos, a relação $\Delta G° = -nFE°$ estabelece sinais opostos para $\Delta G°$ e $E°$. Um potencial padrão positivo indica transformação termodinamicamente favorável no sentido escrito em condições padrão; um potencial padrão negativo indica que o sentido inverso é o favorável nessas condições.

$$Co^{3+}(aq) + Fe^{2+}(aq) \rightarrow Co^{2+}(aq) + Fe^{3+}(aq)$$

$$E° = 1,83 - 0,77 = +1,06\ V$$

O potencial padrão positivo corresponde a uma variação de energia livre padrão negativa, pois $\Delta G° = -nFE°$. Assim, Co(III) hidratado pode oxidar Fe^{2+} a Fe^{3+} de maneira termodinamicamente favorável no sentido apresentado e nas condições padrão do modelo. O Co(III) é o oxidante e Fe^{2+} é o redutor.

$$[Co(NH_3)_6]^{3+} + Fe^{2+} \rightarrow [Co(NH_3)_6]^{2+} + Fe^{3+}$$

$$E° = 0,10 - 0,77 = -0,67\ V$$

Com o complexo amínico, o potencial padrão da reação proposta é negativo e $\Delta G°$ é positiva. A oxidação de Fe^{2+} por $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ não é, portanto, termodinamicamente favorável nesse sentido em condições padrão. O sentido inverso, com Fe^{3+} oxidando $[Co(NH_3)_6]^{2+}$, apresenta $E° = +0,67$ V.

Na equação proposta com o complexo amino, $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ seria o agente oxidante, pois receberia o elétron, e Fe^{2+} seria o agente redutor, pois o forneceria. Esses papéis descrevem o sentido solicitado, cuja viabilidade termodinâmica é desfavorável em condições padrão. No sentido inverso favorável, Fe^{3+} atua como oxidante e $[Co(NH_3)_6]^{2+}$ como redutor.

O centro metálico possui número de oxidação +3 nos dois reagentes de cobalto, mas seu ambiente químico é diferente. A substituição da esfera de hidratação por ligantes NH_3 modifica as energias livres dos estados Co(III) e Co(II). A diminuição do potencial de redução indica estabilização relativa do estado Co(III), frente ao estado Co(II), no par amino em comparação ao par hidratado. Reduzir o Co(III) coordenado torna-se menos favorável.

O resultado mostra que o número de oxidação, isoladamente, não determina o poder oxidante: a natureza dos ligantes e a estabilidade relativa das formas oxidada e reduzida também importam. A conclusão é termodinâmica e restrita aos pares e às condições fornecidas. Ela não determina a velocidade da transferência de elétrons nem dispensa a consideração das atividades em condições não padrão.

Pág. 10 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

Referências: [1], tópicos 6L, 6M e 6N; [2], caps. 19, 20 e 23; [3], v. 2, caps. 18 e 19; [4], v. 1, cap. 8, e v. 2, química dos complexos; [5], capítulos de reações e estabilidade de complexos; [6], cap. 12; [7], capítulo de oxirredução e reações de complexos.

Referências bibliográficas da Questão 03

[1] ATKINS, P.; JONES, L.; LAVERMAN, L. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 7. ed. Porto Alegre: Bookman, 2018.

[2] BROWN, T. L. et al. Química: a ciência central. 13. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2017.

[3] KOTZ, J. C. et al. Química geral e reações químicas. Tradução da 9ª edição norte-americana. São Paulo: Cengage Learning, 2016. v. 1 e 2.

[4] HOUSECROFT, C. E.; SHARPE, A. G. Química inorgânica. 4. ed. Rio de Janeiro: LTC, 2013. v. 1 e 2.

[5] HUHEEY, J. E.; KEITER, E. A.; KEITER, R. L. Inorganic chemistry: principles of structure and reactivity. 4th ed. New York: HarperCollins College Publishers, 1993.

[6] MIESSLER, G. L.; FISCHER, P. J.; TARR, D. A. Química inorgânica. 5. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2014.

[7] SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W. Química inorgânica. 4. ed. Porto Alegre: Bookman, 2008.

Pág. 11 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

QUESTÃO 4. (2,0 pontos)

a) (0,5 pontos) Configuração eletrônica do manganês

O ânion tetraoxomanganato(VII) é o permanganato, MnO4−. Como cada oxigênio possui número de oxidação −2, obtém-se:

$x + 4(-2) = -1 \Rightarrow x = +7$

O manganês pertence ao grupo 7. A contagem formal é d^n = grupo − número de oxidação = 7 − 7 = 0. Portanto, o metal apresenta configuração d^0. Equivalentemente, partindo de Mn: [Ar] 3d54s2, a contagem formal para Mn(VII) não deixa elétrons d. Essa notação expressa uma contagem formal no complexo; não exige a existência de um íon Mn7+ livre.

Referências: HOUSECROFT, C. E.; SHARPE, A. G. Química Inorgânica. Volumes 1 e 2. 4ª ed. Rio de Janeiro: LTC; 5ª ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2014. Cap. 19: configurações eletrônicas dos metais do bloco d e contagem d^n.

b) (0,5 pontos) Teste para os isômeros de ionização

As fórmulas dos dois compostos são $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$ e $[Co(NH_3)_5(SO_4)]Br$. São **isômeros de ionização**: Br^- e SO_4^{2-} trocam de posição entre a esfera de coordenação e o conjunto de contraíons.

Um teste adequado consiste em adicionar solução de **$Ba(NO_3)_2$** a alíquotas das soluções aquosas, à temperatura ambiente. No primeiro composto, o sulfato é um contraíon e está disponível para precipitação:

$[Co(NH_3)_5Br]SO_4(aq) \rightarrow [Co(NH_3)_5Br]^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

$Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s) \downarrow$ **branco**

No segundo composto, a dissociação libera brometo, enquanto o sulfato permanece coordenado:

$[Co(NH_3)_5(SO_4)]Br(aq) \rightarrow [Co(NH_3)_5(SO_4)]^+(aq) + Br^-(aq)$

Assim, **não se espera precipitação imediata de $BaSO_4$ no segundo caso**. A distinção se refere à resposta imediata, sem exigir ruptura das ligações Co–ligante. $BaCl_2$ também é um reagente válido para esse teste.

Alternativa aceitável: $AgNO_3$, em condições analíticas adequadas, permite identificar o Br^- externo do segundo composto pela formação imediata de AgBr amarelo-pálido. A equação é $Ag^+(aq) + Br^-(aq) \rightarrow$

Pág. 12 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

AgBr(s). No primeiro, o brometo está coordenado. Nesse teste, deve-se considerar a possível precipitação de Ag_2SO_4 em soluções concentradas; o ensaio com Ba^{2+} evita essa ambiguidade.

Referências: HOUSECROFT, C. E.; SHARPE, A. G. Química Inorgânica. Volumes 1 e 2. 4ª ed. Rio de Janeiro: LTC; 5ª ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2014. Cap. 19: isomeria em complexos, em especial isomeria de ionização e testes para contraíons sulfato e brometo.

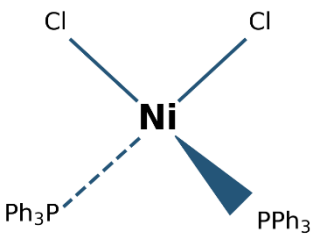
c) (1,0 ponto) Geometria e isomeria dos complexos de Ni e Pd

PPh_3 é neutra, e cada cloreto possui carga −1. Como os dois complexos são neutros, ambos os metais estão em **+2**. Ni(II) e Pd(II) possuem contagem **d^8**, respectivamente $3d^8$ e $4d^8$. A igualdade da contagem eletrônica não exige que adotem a mesma geometria.

$[NiCl_2(PPh_3)_2]$: para o complexo tetracoordenado e paramagnético informado, a geometria esperada é tetraédrica, com dois elétrons desemparelhados (spin-alto, campo cristalino fraco). Em um tetraedro, os quatro vértices são equivalentes: toda disposição de dois Cl e dois PPh_3 corresponde ao mesmo arranjo após rotação. Portanto, há **um único arranjo geométrico**, sem isomeria cis–trans.

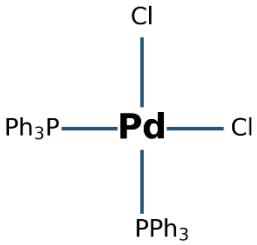
$[PdCl_2(PPh_3)_2]$: a geometria esperada é quadrática plana. O desdobramento dos orbitais 4d permite que os oito elétrons permaneçam emparelhados (spin-baixo, campo cristalino forte), deixando desocupado o orbital de maior energia, predominantemente $d_{x^2-y^2}$. Isso é compatível com o diamagnetismo. Os dois ligantes iguais podem ocupar posições adjacentes ou opostas, produzindo **dois isômeros geométricos**: cis e trans.

Ni(II) tetraédrico



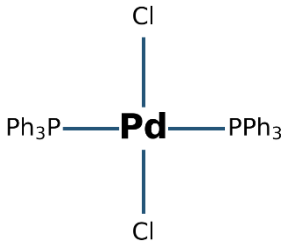
Um arranjo geométrico

Pd(II) quadrático plano



cis

Pd(II) quadrático plano



trans

No tetraedro, a cunha indica uma ligação voltada para o observador e o traço descontínuo uma ligação para trás do plano.

No isômero *cis*, o ângulo Cl–Pd–Cl é aproximadamente 90°; no *trans*, é aproximadamente 180°. Os pares de ligantes PPh_3 apresentam a mesma relação. As representações consideram a disposição dos átomos doadores em torno do metal, sem contar conformações dos grupos fenila.

Ni: tetraédrico, 1 arranjo. **Pd:** quadrático plano, 2 isômeros.

Pág. 13 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

Referências: HOUSECROFT, C. E.; SHARPE, A. G. Química Inorgânica. Volumes 1 e 2. 4ª ed. Rio de Janeiro: LTC; 5ª ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2014. Cap. 19: número de coordenação quatro, geometrias e isomeria; cap. 20: ligação e propriedades magnéticas. HUHEEY, J. E.; KEITER, E. A.; KEITER, R. L. Inorganic Chemistry: Principles of structure and reactivity. 4th ed. New York: Harper Collins Publisher, 1997. Cap. 11, p. 391–393; cap. 12, "Coordination Number 4", p. 474–478, especialmente a discussão de cis/trans na p. 478.

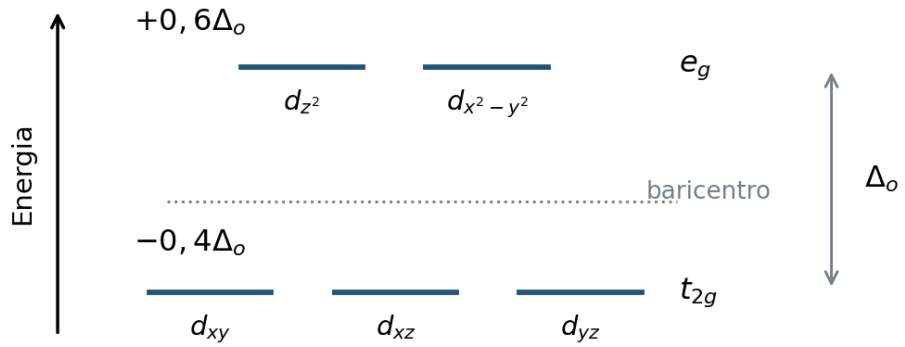
Pág. 14 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

QUESTÃO 5. (2,0 pontos)

a) (0,5 pontos) Orbitais em campo octaédrico

No campo octaédrico, tomando os ligantes sobre os eixos cartesianos, os cinco orbitais d se distribuem em dois conjuntos: **t_{2g} = d_{xy}, d_{xz} e d_{yz}**; **e_g = d_{z^2} e $d_{x^2-y^2}$**. O conjunto **t_{2g} apresenta menor energia**.

Os orbitais e_g apontam diretamente para os ligantes e sofrem maior repulsão eletrostática. Os orbitais t_{2g} apontam entre os eixos e são menos desestabilizados. Em relação ao baricentro, suas energias são $-0{,}4\Delta_o$ e $+0{,}6\Delta_o$, respectivamente, conservando-se a energia média dos cinco orbitais.



Desdobramento octaédrico: a separação entre os conjuntos é Δo; não há elétrons indicados neste esquema.

Referências: HOUSECROFT, C. E.; SHARPE, A. G. Química Inorgânica. Volumes 1 e 2. 4ª ed. Rio de Janeiro: LTC; 5ª ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2014. Cap. 20: teoria do campo cristalino e desdobramento octaédrico. HUHEEY, J. E.; KEITER, E. A.; KEITER, R. L. Inorganic Chemistry: Principles of structure and reactivity. 4th ed. New York: Harper Collins Publisher, 1997. Cap. 11, "Crystal Field Effects: Octahedral Symmetry", p. 397–399, figura 11.7.

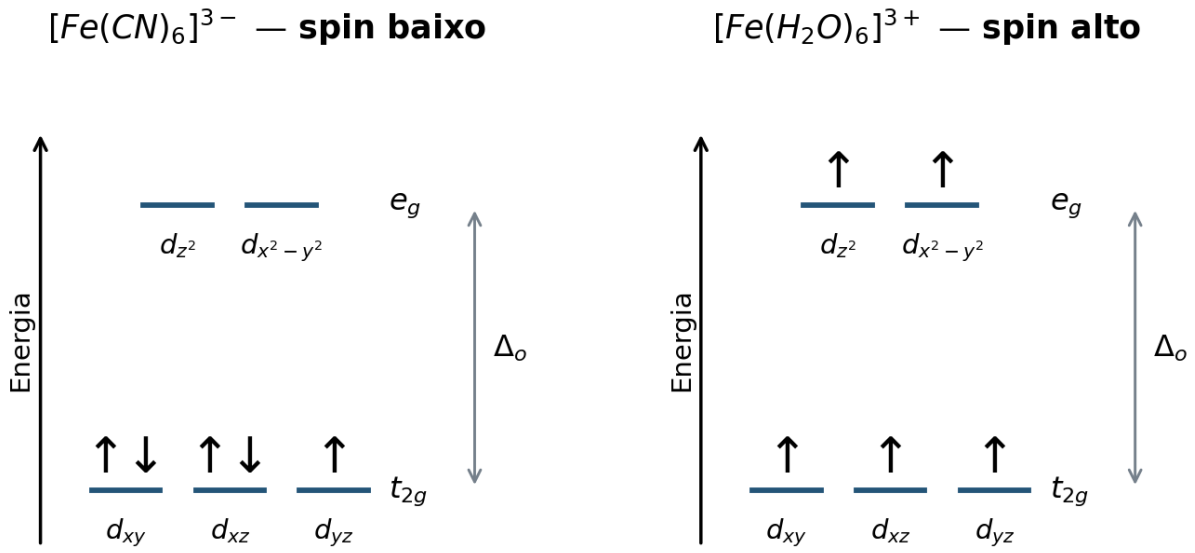
b) (0,5 pontos) Spin dos complexos de ferro III

Nos dois íons complexos, o ferro está em +3 e possui configuração **$3d^5$**. O comportamento magnético diferente resulta da competição entre o desdobramento octaédrico, Δ_o, e a energia de emparelhamento, P, e não de uma diferença na quantidade de elétrons d.

$[Fe(CN)_6]^{3-}$: CN^- produz campo forte e, no modelo simplificado, $\Delta_o > P$. Emparelhar elétrons no conjunto inferior é energeticamente mais favorável que ocupar e_g. A configuração é **$t_{2g}^5 e_g^0$**, com dois pares, um elétron desemparelhado e S = 1/2: **spin baixo**.

Pág. 15 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

$[Fe(H_2O)_6]^{3+}$: H_2O produz campo mais fraco e, para esse complexo, $\Delta_o < P$. Ocupar e_g custa menos energia que emparelhar elétrons em t_{2g}. A configuração é $\mathbf{t_{2g}^3 e_g^2}$, com cinco elétrons desemparelhados e S = 5/2: **spin alto**.



Setas representam elétrons. A figura compara ocupações; os valores de Δo dos dois complexos não foram desenhados em escala comum.

A ocupação segue o princípio de Pauli e a regra de Hund dentro de cada conjunto degenerado. Spin baixo não significa necessariamente diamagnetismo: neste caso d^5, permanece um elétron desemparelhado, de modo que **ambos os complexos são paramagnéticos**, com intensidades diferentes.

Como verificação energética no modelo com um único P, por par no mesmo orbital:

$E_{alto} = 3(-0{,}4\Delta_o) + 2(+0{,}6\Delta_o) = 0$

$E_{baixo} = 5(-0{,}4\Delta_o) + 2P = -2\Delta_o + 2P$

Assim, a configuração de spin baixo é favorecida quando $\Delta_o > P$. Essa expressão complementa a justificativa.

Referências: HOUSECROFT, C. E.; SHARPE, A. G. Química Inorgânica. Volumes 1 e 2. 4ª ed. Rio de Janeiro: LTC; 5ª ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2014. Cap. 20: teoria do campo cristalino, spin alto e baixo e configurações eletrônicas do Fe(III). HUHEEY, J. E.; KEITER, E. A.; KEITER, R. L. Inorganic Chemistry: Principles of structure and reactivity. 4th ed. New York: Harper Collins Publisher, 1997. Cap. 11, “Crystal Field Theory”, p. 399–402, configurações de spin alto/baixo e emparelhamento.

Pág. 16 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

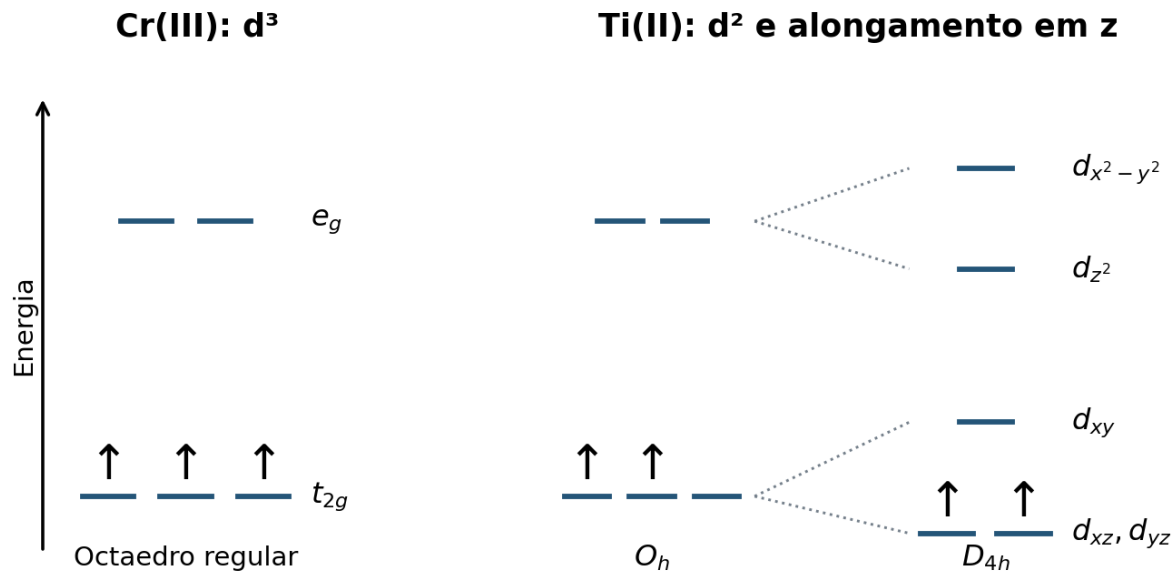
c) (1,0 ponto) Estabilidade octaédrica e efeito Jahn–Teller

O efeito Jahn–Teller estabelece que uma espécie molecular não linear em um estado eletrônico orbitalmente degenerado é instável em relação a uma distorção que reduza sua energia e remova essa degenerescência. O critério se refere ao **estado eletrônico do sistema**, não apenas à existência de orbitais de mesma energia.

Hexaaquocromo(III), $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$: Cr(III) possui configuração $3d^3$, com ocupação $t_{2g}^3 e_g^0$. Há um elétron em cada orbital t_{2g}, com spins paralelos. Seu estado fundamental é orbitalmente não degenerado; portanto, **não há força motriz para um efeito Jahn–Teller de primeira ordem**. O octaedro regular é estável em relação a esse mecanismo. Isso não exclui pequenas distorções produzidas por outras causas.

Hexaaquotitânio(II), $[Ti(H_2O)_6]^{2+}$: Ti(II) possui configuração $3d^2$, $t_{2g}^2 e_g^0$. No octaedro regular, existem maneiras equivalentes de distribuir os dois elétrons, com spins paralelos, em três orbitais t_{2g}. O estado fundamental é orbitalmente degenerado, sendo **suscetível ao efeito Jahn–Teller**.

Como a ocupação desigual está em t_{2g}, cujos orbitais apontam entre os ligantes, o efeito esperado é **fraco** em comparação com casos de ocupação desigual de e_g. No modelo tetragonal qualitativo, mantendo os dois elétrons desemparelhados, a previsão é de **alongamento dos dois ligantes axiais ao longo de z — z-out**. A justificativa energética é apresentada na página seguinte.



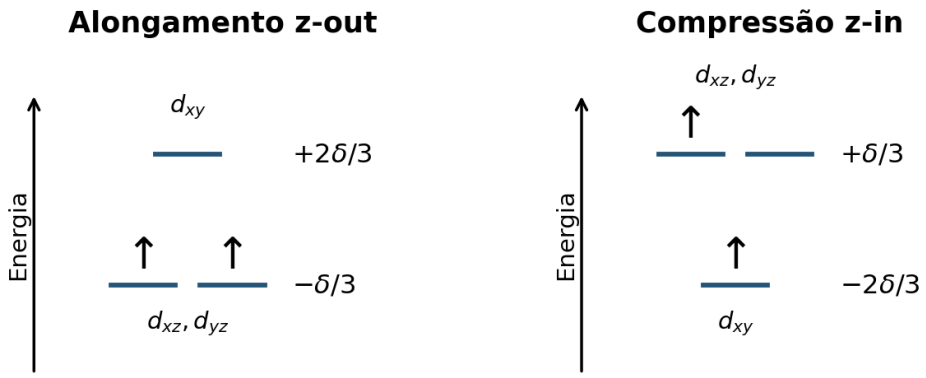
Diagramas qualitativos, sem escala de magnitudes. No Ti(II) distorcido, os dois elétrons ocupam d_xz e d_yz separadamente.

O alongamento reduz a interação com os ligantes axiais: d_{z^2} fica abaixo de $d_{x^2-y^2}$, e d_{xz}/d_{yz} ficam abaixo de d_{xy}. A ordem representada corresponde a uma pequena perturbação do campo octaédrico, mantendo separados os conjuntos derivados de t_{2g} e e_g.

Pág. 17 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

Por que o alongamento é favorecido para d^2:

Compare-se um alongamento com uma compressão tetragonal, tomando a mesma separação δ entre o orbital isolado e o par derivado de t_{2g}, conservando o baricentro desse conjunto e mantendo a configuração com dois elétrons desemparelhados. δ não é Δ_o: representa o desdobramento adicional decorrente da distorção.



Comparação da contribuição eletrônica de t_2g^2. A posição vertical absoluta foi ajustada em cada painel; os rótulos fornecem as energias relativas ao baricentro.

Alongamento: d_{xz} e d_{yz} ficam em −δ/3 e d_{xy} em +2δ/3. Os dois elétrons ocupam separadamente os dois orbitais inferiores:

$E_{z\text{-}out} = (-\delta/3) + (-\delta/3) = \mathbf{-2\delta/3}$

Compressão: d_{xy} fica em −2δ/3 e d_{xz}/d_{yz} em +δ/3. Mantido o não emparelhamento, um elétron ocupa d_{xy} e o outro o par superior:

$E_{z\text{-}in} = (-2\delta/3) + (+\delta/3) = \mathbf{-\delta/3}$

Para a mesma separação δ, o alongamento produz maior estabilização eletrônica e conduz à ocupação $d_{xz}^1 d_{yz}^1$. Na compressão fraca, permanece a escolha equivalente entre d_{xz} e d_{yz} para o segundo elétron. Essa análise fundamenta a preferência por **z-out no modelo adotado**; o teorema, isoladamente, não especifica a amplitude nem o sentido de toda distorção real.

Referências: HOUSECROFT, C. E.; SHARPE, A. G. Química Inorgânica. Volumes 1 e 2. 4ª ed. Rio de Janeiro: LTC; 5ª ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2014. Cap. 20: distorções Jahn–Teller e desdobramento tetragonal. HUHEEY, J. E.; KEITER, E. A.; KEITER, R. L. Inorganic Chemistry: Principles of structure and reactivity. 4th ed. New York: Harper Collins Publisher, 1997. Cap. 11, “Tetragonal Distortions from

Pág. 18 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

Octahedral Symmetry", p. 448–451; tabela 11.21 e figura 11.47, p. 450; nota 48, p. 451. A comparação −2δ/3 versus −δ/3 é uma dedução a partir da figura 11.47.

Membros da Banca <<assinatura digital>>

Fernando Roberto Xavier, Prof. Dr. / Presidente da banca

Karine Priscila Naidek, Profa. Dra. / Membra da banca

Samuel Rodrigues Mendes, Prof. Dr./ Membro da banca

Breno Ralf Maciel Oliveira, Pro. Dr. / Membro suplente da banca

Pág. 19 de 19 - Documento assinado digitalmente. Para conferência, acesse o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo UDESC 00044327/2026 e o código 9ER2C18Q.

Assinaturas do documento

Código para verificação: **9ER2C18Q**

Este documento foi assinado digitalmente pelos seguintes signatários nas datas indicadas:

FERNANDO ROBERTO XAVIER (CPF: 032.XXX.899-XX) em 09/11/2026 às 12:18:07
Emitido por: "SGP-e", emitido em 30/03/2018 - 12:47:05 e válido até 30/03/2118 - 12:47:05.
(Assinatura do sistema)

KARINE PRISCILA NAIDEK (CPF: 061.XXX.889-XX) em 09/11/2026 às 12:20:47
Emitido por: "SGP-e", emitido em 19/03/2019 - 18:21:51 e válido até 19/03/2119 - 18:21:51.
(Assinatura do sistema)

Para verificar a autenticidade desta cópia, acesse o link https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo/conferencia-documento/VURFU0NfMTIwMjJfMDAwNDQzMjdfNDQzMzdfMjAyNl85RVIyQzE4UQ== ou o site https://portal.sgpe.sea.sc.gov.br/portal-externo e informe o processo **UDESC 00044327/2026** e o código **9ER2C18Q** ou aponte a câmera para o QR Code presente nesta página para realizar a conferência.